$$13,58 = \frac{(0,011 - x_f) \times 0,12}{\left(9.10^{-3} + x_f\right)^2} \text{ alors :}$$

$$1,1.10^{-3} + 13,58x_f^{\,2} + 0,244x_f = 1,32.10^{-3} - 0,12x_f.$$

$$13,58x_f^{\,2} + 0,364x_f - 2,2.10^{-4} = 0$$

$$D'ou : x_{f_1} = 5,91.10^{-4} mol$$

$$x_{f_2} = -2,739.10^{-2} mol \prec 0 (rejeté).$$

Composition finale : $n_{ClO_4^-\,f} = 9,59.10^{-3} mol$, $n_{Fe^{3+}\,f} = 9,59.10^{-3} mol$ et $n_{FeClO_4^{2+}\,f} = 0,0104 mol.$

Exercice N°4:

1°/

a-

	N_2O_4 (g)	$\rightleftharpoons$	2 NO_2 (g)	
t=0s	2		0	mol
t	2- x		2 x	mol
$t=t_f$	2- x_f		2 x_f	mol

b- $\tau_{f_1} = \frac{x_f}{x_m} = \frac{x_f}{2}$ alors $x_f = 2\ \tau_{f_1}$. AN : $x_f = 2 \times 0,2 = 0,4$ mol par suite

$n(N_2O_4)_{éq} = 1,6$ mol et $n(NO_2)_{éq} = 0,8$ mol.

2°/ Un système est en état d'équilibre à volume constante, une augmentation de la concentration de NO_2 favorise l'évolution du système dans le sens de la réaction qui tend à diminuer la concentration de NO_2, c'est le sens inverse.

3°/

a- Une augmentation de la température provoque l'augmentation de la valeur de τ_f ($\tau_{f_1} < \tau_{f_2}$) alors $x_{f_1} < x_{f_2}$ c-a-d que l'équilibre a évolué dans le sens direct, par suite la constante d'équilibre K augmente.

b- Suite a une augmentation de la température l'équilibre a évolué dans le sens direct (dissociation de N_2O_4) qui est endothermique car d'après la loi de modération un système est en état d'équilibre à pression constante, une augmentation de la température favorise l'évolution du système dans le sens de la réaction endothermique par suite le sens inverse (synthèse de N_2O_4) est exothermique.

4°/ un système est en état d'équilibre à température et à volume constants, une diminution de la pression favorise le réaction qui tend à augmenter le nombre de mole du mélange gazeux (le sens direct).